الجداء الشاردي للماء $Ke=[H_3O^+]\times[OH^-]=10^{-14}$ ، $pKe=-Log\,Ke=14$

pH محلول مائي : $pH=-Log[H_3O^+]$. سواء كان المحلول حمضيا أو أساسيا أو معتدلا

طبيعة محلول مائي

	محلول معتدل	محلول حامضي	محلول أساسي
$[H_3O^+](mol.L^{-1})$	10^{-7}	$>10^{-7}$	$<10^{-7}$
$[OH^-](mol.L^{-1})$	10^{-7}	$<10^{-7}$	$>10^{-7}$
pH	7	<7	>7

النسبة النهائية للتقدم

مهما كان التفاعل الكيميائي $\tau=\frac{x_f}{x_m}$ ، تفاعل تام : $\tau=1$ ، تفاعل غير تـام (محدود) : $\tau<1$

تفاعل حمض مع الماء : $\tau=\frac{[H_3O^+]}{C}$ ، تفاعل أســاس مع الماء : $\tau=\frac{[OH^-]}{C}$

إذا مددنا أساسا ضعيفا أو حمضا ضعيفا تزداد نسبة التقدم النهائي . أي τ تتناسب عكسيا مع التركيز المولي للحمض أو الأساس

كسر التفاعل Q_r

$\alpha A+\beta B=\gamma C+\delta D$: $Q_r=\frac{[C]^\gamma\times[D]^\delta}{[A]^\alpha\,[B]^\beta}$

- يتعلّق بتراكيز الأفراد الكيميائية المنحلة
- لا يتعلق بتركيب المزيج الابتدائي (تراكيز المتفاعلات)
- يتعلق بدرجة الحرارة
- يتغير من الصفر إلى K (ثابت التوازن)

ثابت التوازن K

$K=Q_{rf}$ (أي كسر التفاعل النهائي) ، له نفس خصائص Q_r

تفاعل تــام : $K>10^4$ ، تفاعل غير تــام : $K<10^4$

العلاقة بين K و τ عند تحليل حمض أو أساس في الماء

$$K=\frac{\tau^2}{1-\tau}C$$

في تفاعل حمض مع أساس للثنائيتين A_1/B_1 و A_2/B_2

$A_1+B_2=B_1+A_2$

يكون ثابت التوازن

$$K=\frac{K_{A1}}{K_{A2}}=10^{pK_2-pK_{A1}}$$

ثابت الحموضة لثنائية أساس / حمض (A/B)

$K_A=\frac{[H_3O^+]\times[B]}{[A]}$ ، $pH=pK_A+Log\frac{[B]}{[A]}$

- K_A و pK_A غير معرفان بالنسبة لحمض أو أساس قويين .
- كلما كان K_A أكبر (أي pK_A أصغر) يكون الحمض أقوى .
- كلما كان K_A أصغر (أي pK_A أكبر) يكون الأساس أقوى .

عندما يكون الماء أساسا H_3O^+/H_2O

$pK_A=0$ ، $K_A=1$

عندما يكون الماء حمضا H_2O/OH^-

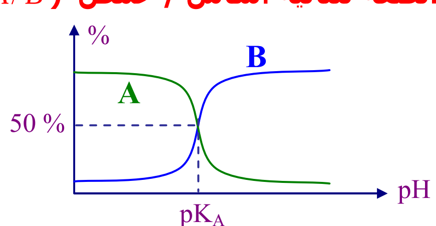
$pK_A=14$ ، $K_A=10^{-14}$

مجال تغلّب الفردين الكيميائين في ثنائية A/B

A — pK_A — B → pH

- $pH=pK_A$: $[A]=[B]$
- $pH<pK_A$ $[A]>[B]$
- $pH>pK_A$ $[B]>[A]$

مجال توزيع الصفة لثنائية أساس / حمض (A/B)



- pH = pK_A : $\%[A]=\%[B]=50\%$
- pH < pK_A $\%[A]>\%[B]$
- pH > pK_A $\%[B]>\%[A]$

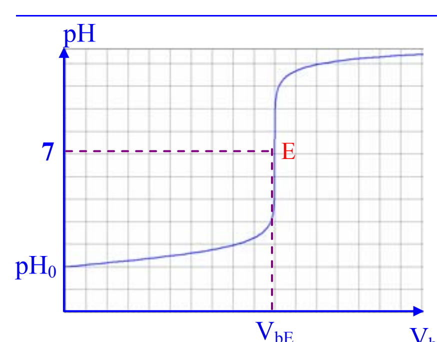
مع العلم : $[A]+[B]=C$ ، C هو التركيز المولي للحمض أو الأساس

المعايرة

الكاشف الملون :

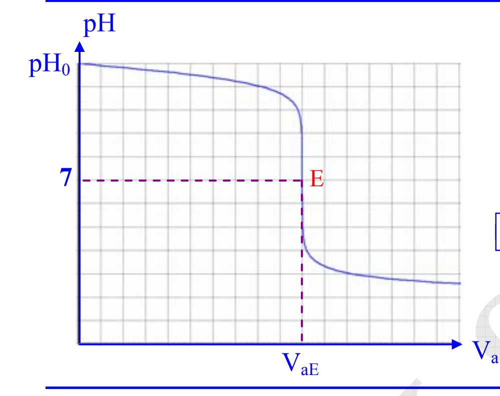
يتميز بثنائية أساس / حمض (HIn / In^-)

لون HIn يختلف عن لون In^-



مجال تغير الكاشف : (الشكل) . أفضل كاشف للمعايرة هو الذي مجاله يشمل نقطة التكافؤ .

معايرة حمض قوي بأساس قوي



مثلا : (H_3O^+, Cl^-) بـ (Na^+, OH^-)

معادلة التفاعل : $(Na^+, OH^-)+(H_3O^+, Cl^-)=2H_2O+(Na^+, Cl^-)$

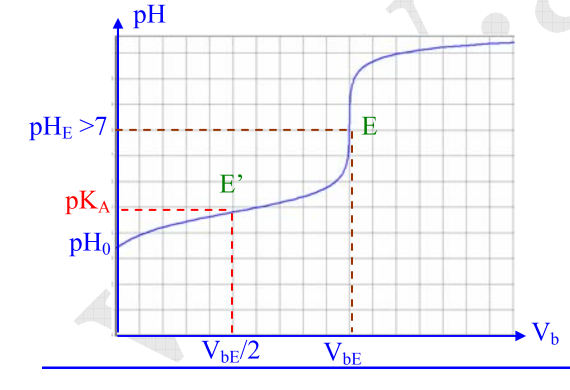
- التركيز المولي للحمض : $C_a=10^{-pH_0}$

عند نقطة التكافؤ E يكون $C_aV_a=C_bV_{bE}$ ، $[Na^+]=\frac{C_bV_{bE}}{V_a+V_{bE}}$ ، $[Cl^-]=\frac{C_aV_a}{V_a+V_{bE}}$

تسمى نقطة التكافؤ كذلك نقطة التعديل لأن pH = 7

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة بمبدأي انحفاظ الشحنة والمادة

معايرة أساس قوي بحمض قوي



مثلا : (Na^+, OH^-) بـ(H_3O^+, Cl^-)

معادلة التفاعل : $(Na^+, OH^-)+(H_3O^+, Cl^-)=2H_2O+(Na^+, Cl^-)$

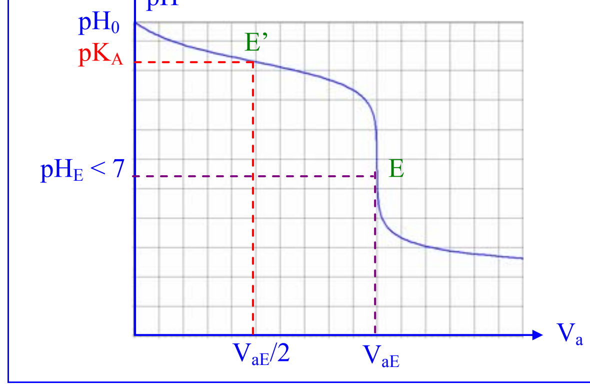
- التركيز المولي للأسـاس : $C_b=10^{pH_0-14}$

عند نقطة التكافؤ E يكون : $C_aV_{aE}=C_bV_b$ ، $[Na^+]=\frac{C_bV_b}{V_{aE}+V_b}$ ، $[Cl^-]=\frac{C_aV_{aE}}{V_{aE}+V_b}$

تسمى نقطة التكافؤ كذلك نقطة التعديل لأن pH = 7

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة بمبدأي انحفاظ الشحنة والمادة

معايرة حمض ضعيف بأساس قوي



مثلا : CH_3COOH بـ (Na^+, OH^-)

معادلة التفاعل : $CH_3COOH+(Na^+, OH^-)=H_2O+(Na^+, CH_3COO^-)$

$C_a\neq10^{-pH_0}$

عند نقطة التكافؤ E يكون : $C_aV_a=C_bV_{bE}$

عند نقطة نصف التكافؤ E' يكون $[CH_3COOH]=[CH_3COO^-]$

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة بمبدأي انحفاظ الشحنة والمادة

معايرة أساس ضعيف بحمض قوي

مثلا : NH_3 بـ (H_3O^+, Cl^-)

معادلة التفاعل : $NH_3+(H_3O^+, Cl^-)=H_2O+(NH_4^+, Cl^-)$

$C_b\neq10^{pH_0-14}$

عند نقطة التكافؤ E يكون : $C_aV_{aE}=C_bV_b$

عند نقطة نصف التكافؤ E' يكون $[NH_3]=[NH_4^+]$

نحسب تراكيز الأفراد الكيميائية في كل نقطة بمبدأي انحفاظ الشحنة والمادة